

TERMOQUÍMICA – REACCIONES QUÍMICAS

UNIVERSIDAD NACIONAL AGRARIA LA MOLINA (UNALM)

TRABAJO PARA ENTREGAR

MAYO 2010

1. En la combustión de un mol de propano, C_3H_8 , a la temperatura de $25^\circ C$ se desprenden 1621 kJ de energía en forma de calor:

a. Escribir la ecuación termoquímica correspondiente al proceso indicado.

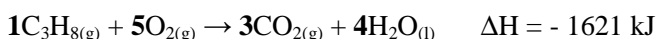
b. Calcular la entalpía molar estándar del propano, C_3H_8 , empleando como datos

$$(\Delta H_f^0)_{CO_2(g)} = -394 \text{ kJ/mol}$$

$$(\Delta H_f^0)_{H_2O(l)} = -285 \text{ kJ/mol}$$

RESOLUCIÓN

a. La ecuación termoquímica es la siguiente:



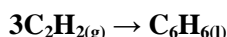
b. La entalpía molar estándar del propano, C_3H_8 , se calcula de la siguiente manera:

$$\Delta H_{rxn} = [3x(\Delta H_f^0)_{CO_2(g)} + 4x(\Delta H_f^0)_{H_2O(l)}] - [1x(\Delta H_f^0)_{C_3H_8(g)} + 5x(\Delta H_f^0)_{O_2(g)}]$$

$$1621 \text{ kJ} = [3 \text{ mol} \cdot (-394 \text{ kJ/mol}) + 4 \text{ mol} \cdot (-285 \text{ kJ/mol})] - (\Delta H_f^0)_{C_3H_8(g)}$$

$$(\Delta H_f^0)_{C_3H_8(g)} = -701 \text{ kJ/mol}$$

2. Dada la reacción:



a. Calcular la variación de entalpía de la reacción a partir de las entalpías de formación del acetileno, C_2H_2 y del benceno, C_6H_6 las cuales son: 227 kJ/mol y -49 kJ/mol, respectivamente.

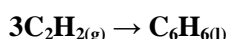
b. Calcular el calor producido, cuando se queman 100 g de acetileno (Masa molar: 26 g/mol), sabiendo que:

$$(\Delta H_f^0)_{CO_2(g)} = -394 \text{ kJ/mol}$$

$$(\Delta H_f^0)_{H_2O(l)} = -285 \text{ kJ/mol}$$

RESOLUCIÓN

a. La variación de la entalpía de reacción para el proceso:

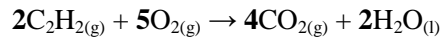


$$\Delta H_{rxn} = [1x(\Delta H_f^0)_{C_6H_6(l)}] - [3x(\Delta H_f^0)_{C_2H_2(g)}]$$

$$\Delta H_{rxn} = 1 \text{ mol} \cdot (-49 \text{ kJ/mol}) - 3 \text{ mol} \cdot (227 \text{ kJ/mol})$$

$$\Delta H_{rxn} = -730 \text{ kJ/mol}$$

b. El calor producido por la quema de 100 g de acetileno se calcula a partir del siguiente proceso:



$$\Delta H_{\text{rxn}} = \left[4x(\Delta H_f^0)_{\text{CO}_2(\text{g})} + 2x(\Delta H_f^0)_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})} \right] - \left[2x(\Delta H_f^0)_{\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})} + 5x(\Delta H_f^0)_{\text{O}_2(\text{g})} \right]$$

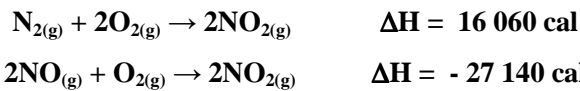
$$\Delta H_{\text{rxn}} = [4 \text{ mol} \cdot (-394 \text{ kJ/mol}) + 2 \text{ mol} \cdot (-285 \text{ kJ/mol})] - 2 \text{ mol} \cdot (+227 \text{ kJ/mol})$$

$$\Delta H_{\text{rxn}} = -2600 \text{ kJ/mol de rxn}$$

$$\text{Calor producido} = 100 \text{ g C}_2\text{H}_2 \times \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{26 \text{ g C}_2\text{H}_2} \times \frac{1 \text{ mol rxn}}{2 \text{ mol C}_2\text{H}_2} \times \frac{2600 \text{ kJ}}{1 \text{ mol rxn}}$$

$$\text{Calor producido} = 5000 \text{ kJ}$$

3. Calcular el calor de formación del óxido nitroso a partir de las siguientes ecuaciones:



RESOLUCIÓN

Se reordenan las dos ecuaciones para obtener al óxido nitroso:

$$\text{N}_2(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g}) \quad \Delta H_1 = 2x(\Delta H_f^0)_{\text{NO}_2} = +16\,060 \text{ cal}$$

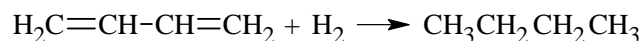
$$2\text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \quad \Delta H_2 = 2x(\Delta H_f^0)_{\text{NO}} - \underbrace{2x(\Delta H_f^0)_{\text{NO}_2}}_{16\,060 \text{ cal}} = +27\,140 \text{ cal}$$

$$2x(\Delta H_f^0)_{\text{NO}} = +27\,140 \text{ cal} + 16\,060 \text{ cal}$$

$$(\Delta H_f^0)_{\text{NO}} = +21\,600 \text{ cal}$$

4. Calcular:

a. la energía de la reacción a partir de energías de enlace:



Datos:

Entalpías de Enlace medias:

$$\text{C} - \text{H} = 413 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{C} = \text{C} = 614 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{C} - \text{C} = 347 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{H} - \text{H} = 432 \text{ kJ/mol}$$

b. la energía necesaria para la formación de 580 g de butano (masa molar = 58 g/mol)

RESOLUCIÓN

a. Se emplean las entalpías medias de enlace para calcular ΔH de la reacción

CH₂ = CH - CH = CH₂			
Tipo de Enlace	Número de Enlaces	Energía de Enlace (kJ/mol)	Energía (kJ/mol)
C = C	2	614	1228
C - C	1	347	347
C - H	6	413	2487
			+ 4 062
H₂			
H - H	1	432	+ 432
CH₃CH₂CH₂CH₃			
C - C	3	347	1 041
C - H	10	413	4130
			- 5171
$\Delta H_{\text{reacción}}$	- 5171 + 432 + 4062 = - 677 kJ/mol		

b. La energía liberada en la formación de 580 g de butano se calcula de la siguiente manera:

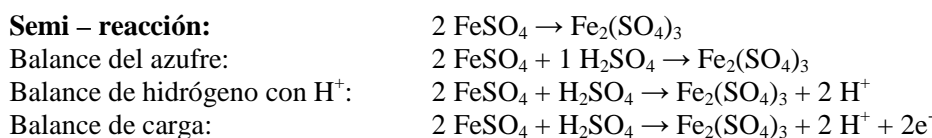
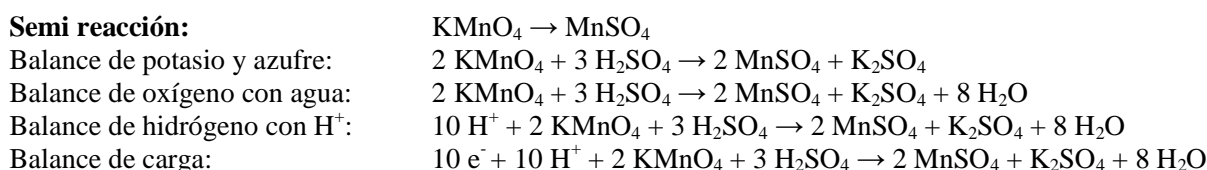
$$\text{Energía liberada} = 580 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \times \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \times \frac{1 \text{ mol rxn}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} \times \frac{677 \text{ kJ}}{1 \text{ mol rxn}}$$

$$\text{Energía liberada} = 6770 \text{ kJ}$$

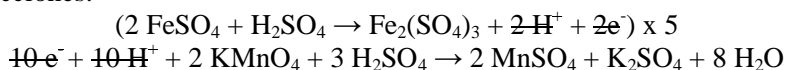
5. Balancear por el método ion – electrón:



Se escogen las sustancias que posiblemente han cambiado sus estados de oxidación y se forman dos semi- reacciones. Las sustancias escogidas son el manganeso y el hierro.

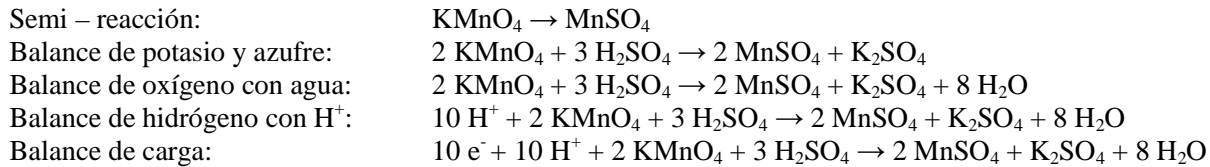
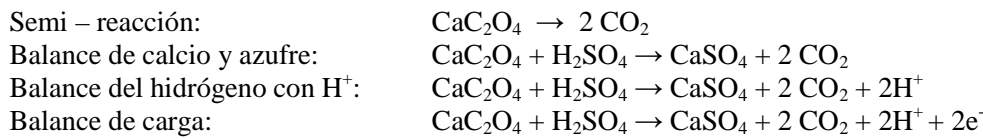


Tomando las dos semi-reacciones:

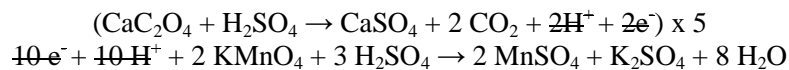


Reacción global:





Tomando a las dos semi – reacciones:



Reacción Global:



Este documento está Protegido

Prohibida su Reproducción Total o Parcial sin autorización del Autor

Desarrollado por: Grupo de Estudio QUARK

Área: Química www.qmk-com-level.jimdo.com